



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE - APOSTILA DE EXERCÍCIOS SOBRE CÁLCULO DE pH

São Mateus/ES

2020

Questão 1: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 10.49, p. 554

Encontre as concentrações iniciais de ácido ou base fracos em cada uma das seguintes soluções aquosas:

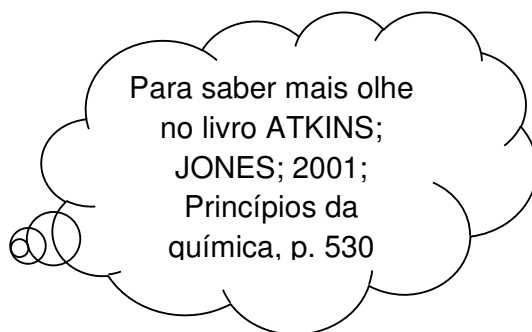
- a) Uma solução de HClO, com $\text{pH} = 4,60$. $K_a = 3,0 \times 10^{-8}$
- b) Uma solução de hidrazina NH_2NH_2 , com $\text{pH} = 10,20$. $K_b = 1,7 \times 10^{-6}$

Relembrando:

Ácido: Por Arrhenius Substâncias que, em solução aquosa, liberam íons H^+ , por Brønsted Brønsted-Lowry espécie doadora de próton (H^+).

Base: Por Arrhenius Substâncias que, em solução aquosa, liberam íons OH^- , por Brønsted Brønsted-Lowry espécie receptora de próton (H^+).

Ácido fraco: Estão fracamente dissociados (desprotonados) em solução. Sua base conjugada tem ligeira tendência de aceitar prótons em solução aquosa.



Importante saber:

Ao calcular o K_a observamos a reação:



Sendo assim a fórmula para calcular o K_a será:

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Apresentando as unidades:

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-} \text{ mol/L}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+} \text{ mol/L}]}{[\text{HA} \text{ mol/L}] \cdot [\text{H}_2\text{O} \text{ mol/L}]}$$

Porém, a concentração da água não aparece nos cálculos. Isso ocorre, pois a concentração da água em soluções aquosas diluídas é enorme. Como consequência, sua concentração pode ser considerada constante. Logo, sendo um valor constante, ela está incluída no valor da constante K_a .

Na fórmula de K_a é apresentada apenas a concentração das outras espécies (que não sejam sólidos ou líquidos puros). No entanto, a concentração de cada espécie é dividida por uma concentração padrão (1 mol/L) e, assim, as unidades acabam se anulando fazendo com que a constante K_a seja adimensional.

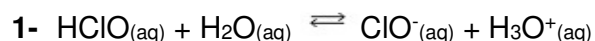
$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}]}$$

O mesmo raciocínio vale para o cálculo do K_b .

Dica: Leia na página 522 do livro ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, o tema 10.5. Neste tema está uma explicação detalhada sobre as constantes de basicidade e de acidez

Resolução:

- a) Para resolvermos esta questão primeiro devemos equacionar a dissociação do ácido hipocloroso, que é um ácido fraco, em água:



Em que HClO é o ácido fraco e ClO^{-} é sua base conjugada. Perceba que a diferença entre estas duas espécies se encontram somente na presença de um hidrogênio. O mesmo vale para $\text{H}_3\text{O}^{+}/\text{H}_2\text{O}$. Logo, o íon hidrônio e a água formam um par ácido/base conjugados. O problema

nos deu o valor do pH e com este valor podemos encontrar a concentração de íons hidrônio (H_3O^+) utilizando a fórmula do pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Aplicando o valor de pH nesta fórmula teremos:

$$4,60 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Primeiro vamos multiplicar toda a equação por -1 para chegarmos ao valor da concentração positivo

$$(4,60 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]) \cdot (-1)$$

$$-4,60 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação à base 10:

$$10^{-4,60} = 10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

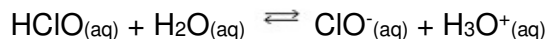
$$10^{-4,60} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Agora que encontramos a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ podemos aplicar esta concentração e o valor de K_a na fórmula da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Observando a equação 1 teremos:

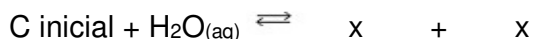


Observando a variação das concentrações teremos:

	HClO	H ₂ O	ClO ⁻	H ₃ O ⁺
Antes	C. inicial	-	-	-
Durante	- x	-	+ x	+ x
Final	C. inicial - x	-	x	x

Calculamos anteriormente a concentração de íons H_3O^+ e como vimos esta concentração é a mesma para íons ClO^- , as quais chamamos de x. Como x é um valor muito pequeno, para facilitar

o cálculo podemos considerar que a concentração de HClO final será aproximadamente igual a concentração inicial. Sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de HClO em água produzirá uma concentração x de base conjugada (ClO^-) e uma concentração x de íons hidrônio (H_3O^+). Colocando esta informação na fórmula teremos:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{[\text{HClO}]}$$

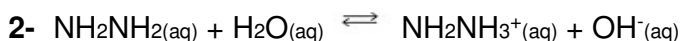
$$3,0 \times 10^{-8} = \frac{[2,5 \times 10^{-5}] \cdot [2,5 \times 10^{-5}]}{[\text{HClO}]}$$

$$[\text{HClO}] = 0,021 \text{ mol/L}$$

Importante lembrar:

Se o valor de x for menor que 10^{-3} este valor pode ser desprezado, mas se for igual ou maior que 10^{-3} terá que ser considerado no cálculo.

- b) Para resolvermos esta questão primeiro devemos equacionar a dissociação da base NH_2NH_2 , que é uma base fraca:



Na qual NH_2NH_2 é a base fraca e NH_2NH_3^+ é seu ácido conjugado.

O problema nos deu o valor do pH e com este dado podemos encontrar o valor do pOH e então encontraremos a concentração de íons OH^- .

Sabemos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$10,20 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 10,20$$

$$\text{pOH} = 3,80$$

Sabemos que a fórmula do pOH é:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$3,80 = -\log [\text{OH}^-]$$

Primeiro vamos multiplicar toda a equação por -1 para chegarmos ao valor da concentração positivo:

$$(3,80 = -\log [\text{OH}^-]) \cdot (-1)$$

$$-3,80 = \log [\text{OH}^-]$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação a base 10:

$$10^{-3,80} = 10^{\log [\text{OH}^-]}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1, sendo assim:

$$10^{-3,80} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Agora que encontramos a concentração de $[\text{OH}^-]$ podemos aplicar esta concentração e o valor de K_b na fórmula da constante de dissociação básica:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{NH}_2\text{NH}_2]}$$

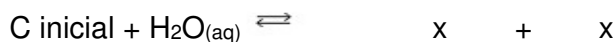
Observando a equação 2 teremos:



Observando a variação das concentrações teremos:

	NH_2NH_2	H_2O	NH_2NH_3^+	OH^-
Antes	C. inicial	-	-	-
Durante	- x	-	+ x	+ x
Final	C. inicial - x	-	x	x

Calculamos anteriormente a concentração de íons OH^- e, como vimos esta concentração é a mesma para íons NH_2NH_3^+ , as quais chamamos de x. Como x é um valor muito pequeno, para facilitar o cálculo podemos considerar que a concentração de NH_2NH_2 final será igual a concentração inicial. Sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de NH_2NH_2 em água produzirá uma concentração x de ácido conjugado (NH_2NH_3^+) e uma concentração x de íons (OH^-). Colocando isto na fórmula teremos:

$$K_b = \frac{x \cdot x}{[\text{NH}_2\text{NH}_2]}$$

$$1,7 \times 10^{-6} = \frac{[1,58 \times 10^{-4}] \cdot [1,58 \times 10^{-4}]}{[\text{NH}_2\text{NH}_2]}$$

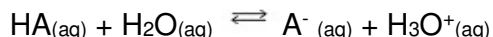
$$[\text{NH}_2\text{NH}_2] = 0,015 \text{ mol/L}$$

Questão 2: Fonte: MENDES, 2014, Lista de exercícios equilíbrio ácido-base, questão 01.

Uma solução 0,100 mol/L de um ácido fraco genérico HA apresenta pH igual a 4,84. Calcular a constante de ionização do ácido e o seu grau de ionização nas condições dadas.

Resolução:

Primeiro vamos equacionar a dissociação de HA em água:



Na qual HA é o ácido fraco é A⁻ é sua base conjugada.

O problema nos deu o valor do pH e com este valor podemos encontrar a concentração de íons hidrônio (H₃O⁺) utilizando a fórmula do pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Aplicando o valor de pH nesta fórmula teremos:

$$4,84 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Primeiro vamos multiplicar toda a equação por -1 para chegarmos ao valor da concentração positivo

$$(4,84 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]). (-1)$$

$$-4,84 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação a base 10:

$$10^{-4,84} = 10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

$$10^{-4,84} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,45 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Agora que encontramos a concentração de [H₃O⁺] podemos aplicar esta concentração e encontrar o valor de Ka na fórmula da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[1,45 \times 10^{-5}] \cdot [1,45 \times 10^{-5}]}{[0,100]}$$

$$K_a = 2,1 \times 10^{-9}$$

Agora para encontrar o seu grau de ionização (% de desprotonação) utilizaremos a fórmula:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[A^-]}{[HA]} \times 100\%$$

Vimos anteriormente que a concentração de A^- é igual a concentração encontrada de íons H_3O^+ . Aplicando este valor na fórmula teremos:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[1,45 \times 10^{-5}]}{[0,100]} \times 100\%$$

$$\% \text{ de desprotonação} = 0,014\%$$



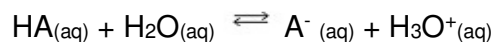
Para saber mais olhe
no livro ATKINS;
JONES; 2001;
Princípios da
química, p. 530

Questão 3: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 10.51, p. 554

A porcentagem de desprotonação do ácido benzóico em uma solução 0,110 mol/L é 2,4 %. Quais são o pH da solução e o K_a do ácido benzóico?

Resolução:

Escrevendo a equação de dissociação do ácido benzóico em água de forma genérica teremos:



Na qual HA é o ácido fraco e A^{-} é sua base conjugada.

Dica: Em algumas questões que não são dadas as fórmulas dos compostos e estas não são muito conhecidas podemos escrever a reação no formato genérico chamando o ácido de HA. Escrever a equação é fundamental pois pode ajudar a ter uma melhor visualização.

Sabemos que a % de desprotonação para um ácido fraco é dada pela fórmula:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[A^{-}]}{[HA]} \times 100\%$$

Aplicando os valores da concentração do ácido benzóico e da sua porcentagem de desprotonação na fórmula encontraremos a concentração da base conjugada:

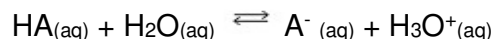
$$2,4\% = \frac{[A^{-}]}{[0,110 \text{ mol/L}]} \times 100\%$$

$$\frac{2,4\%}{100\%} = \frac{[A^{-}]}{[0,110 \text{ mol/L}]}$$

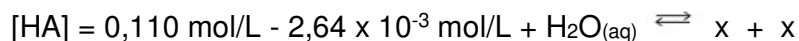
$$\frac{2,4}{100} = \frac{[A^{-}]}{[0,110 \text{ mol/L}]}$$

$$[A^{-}] = 2,64 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Agora observando a reação:



Como x é um valor maior ou igual a ordem de 10^{-3} ele não poderá ser desconsiderado do cálculo, sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de ácido benzoico em água menos o valor de x produzirá uma concentração x de base conjugada e uma concentração x de íons hidrônio (H_3O^{+}). E temos que

a concentração de A^- será igual a concentração de H_3O^+ que, como foi calculado anteriormente, é igual a $2,64 \times 10^{-3}$ mol/L. Aplicando este valor na fórmula do pH teremos:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$\text{pH} = -\log (2,64 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2,57$$

Agora aplicaremos os valores das concentrações da fórmula da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{[HA - x]}$$

$$K_a = \frac{[2,64 \times 10^{-3}] \cdot [2,64 \times 10^{-3}]}{[0,110 - 2,64 \times 10^{-3}]}$$

$$K_a = 6,5 \times 10^{-5}$$

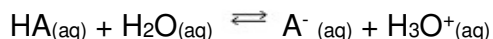
Dica: Leia na página 531 do livro ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, o tema 10.1. Neste tema é explicado em quatro passos como pode ser calculado o pH de uma solução de ácido fraco.

Questão 4: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 10.54, p. 555

Ácido cacodílico $(\text{CH}_3)_2\text{As}(\text{O})\text{OH}$, é usado como desfolhante de algodão. Uma solução 0,0110 mol/L em ácido cacodílico está a 0,77% ionizada em água. Quais são o pH da solução e o K_a do ácido cacodílico?

Resolução:

Sabendo que o ácido cacodílico possui um hidrogênio ionizável, podemos escrever uma reação de dissociação do referido ácido em água de forma genérica:



Onde HA é o ácido fraco e A^{-} é sua base conjugada.

Dica: Quando a fórmula do ácido for dada e este não seja um composto habitual, caso o problema não peça para equacionar a reação podemos escrevê-la de forma genérica apenas para apoio para a resolução, desde que seja conhecida a quantidade de hidrogênios ionizáveis do ácido e que estes sejam representados na equação genérica do ácido.

Neste exercício foi dada a porcentagem ionizada em água. Este termo se refere à porcentagem de desprotonação e sabemos que a % de desprotonação para um ácido fraco é dada pela fórmula:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[\text{A}^{-}]}{[\text{HA}]} \times 100\%$$

Aplicando os valores da concentração do ácido cacodílico e da sua porcentagem de desprotonação na fórmula encontraremos a concentração da base conjugada:

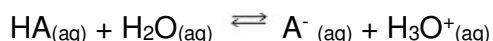
$$0,77\% = \frac{[\text{A}^{-}]}{[0,0110 \text{ mol/L}]} \times 100\%$$

$$\frac{0,77\%}{100\%} = \frac{[\text{A}^{-}]}{[0,0110 \text{ mol/L}]}$$

$$\frac{0,77}{100} = \frac{[\text{A}^{-}]}{[0,0110 \text{ mol/L}]}$$

$$[\text{A}^{-}] = 8,47 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

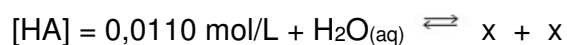
Agora observando a reação:



Observando a variação das concentrações teremos:

	HA	H ₂ O	A ⁻	H ₃ O ⁺
Antes	0,0110	-	-	-
Durante	- x	-	+ x	+ x
Final	0,0110 - x	-	x	x

Como x é um valor muito pequeno, para facilitar o cálculo podemos considerar que a concentração de HA final será igual a concentração inicial. Sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de ácido cacodílico se dissociará em água e produzirá uma concentração x de base conjugada e uma concentração x de íons hidrônio (H₃O⁺). Portanto, a concentração de A⁻ será igual a concentração de H₃O⁺ que, como foi calculado anteriormente, é igual a 8,47 x 10⁻⁵ mol/L. Aplicando este valor na fórmula do pH teremos:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (8,47 \times 10^{-5})$$

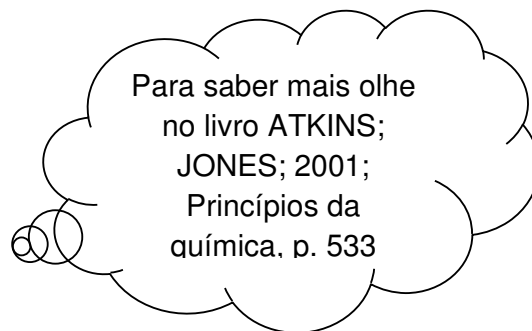
$$\text{pH} = 4,07$$

Agora aplicaremos os valores das concentrações na fórmula da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[8,47 \times 10^{-5}] \cdot [8,47 \times 10^{-5}]}{[0,0110]}$$

$$K_a = 6,52 \times 10^{-7}$$



Dica: Veja os exercícios resolvidos 10.5 e 10.6 na página 533 no livro ATKINS; JONES; Estes exercícios podem ajudar a melhor compreender o cálculo da porcentagem de desprotonação.

Questão 5: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 10.47, p. 554

- a) Quando o pH de uma solução de $\text{HClO}_{2(\text{aq})}$ 0,10 mol/L foi medido encontrou-se 1,2. Quais os valores de K_a e pK_a para o ácido cloroso?
- b) O pH de uma solução aquosa 0,10 mol/L em propilamina $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$ foi medido como 11,86. Quais são os valores de K_b e pK_b ?

Resolução:

a)

Escrevendo a reação de dissociação do ácido cloroso em água teremos:



Na qual HClO_2 é o ácido fraco e ClO_2^- é sua base conjugada

O problema nos deu o valor do pH, então colocando este valor na fórmula encontraremos a concentração de íons hidrônio:

$$1,20 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Primeiro vamos multiplicar toda a equação por -1 para chegarmos a um valor de concentração positivo:

$$(1,20 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]). (-1)$$

$$-1,20 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação a base 10:

$$10^{-1,20} = 10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

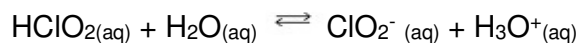
$$10^{-1,20} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,063 \text{ mol/L}$$

Agora que encontramos a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ podemos aplicar esta concentração e encontrar o valor de K_a na fórmula da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]}$$

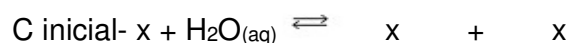
Observando a reação supracitada teremos:



Observando a variação das concentrações teremos:

	HClO₂	H₂O	ClO₂⁻	H₃O⁺
Antes	C inicial	-	-	-
Durante	- x	-	+ x	+ x
Final	C inicial - x	-	x	x

Como o valor de x é menor que 10⁻³ ele deverá ser considerado no cálculo, sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de HClO₂ menos o valor de x em água produzirá uma concentração x de base conjugada (ClO₂⁻) e uma concentração x de íons hidrônio (H₃O⁺). Colocando isto na fórmula de Ka teremos:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{[\text{HClO}_2 - x]}$$

Calculamos anteriormente a concentração de íons H₃O⁺ e como vimos esta concentração é a mesma para os íons ClO₂⁻, as quais chamamos de x. Sendo assim, substituindo o valor de x na fórmula de Ka teremos:

$$K_a = \frac{[0,063] \cdot [0,063]}{[0,10 - 0,063]}$$

$$\mathbf{K_a = 0,1}$$

Agora que calculamos o valor de Ka podemos aplicá-lo na fórmula para encontrar o pKa:

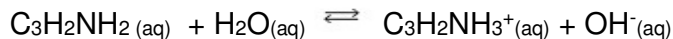
$$\mathbf{pK_a = - \log K_a}$$

$$pK_a = - \log 0,1$$

$$\mathbf{pK_a = 1}$$

b)

Escrevendo a reação de dissociação básica da propilamina em água teremos:



Na qual C₃H₂NH₂ é a base fraca e C₃H₂NH₃⁺ é seu ácido conjugado.

O problema nos deu o valor do pH e com este valor podemos encontrar o valor de pOH e então encontraremos a concentração de íons OH^- .

Sabemos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$11,86 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 10,20$$

$$\text{pOH} = 2,14$$

Sabemos que a fórmula do pOH é:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$2,14 = -\log [\text{OH}^-]$$

Primeiro vamos multiplicar toda a equação por -1 para chegarmos ao valor da concentração positivo:

$$(2,14 = -\log [\text{OH}^-]) \cdot (-1)$$

$$-2,14 = \log [\text{OH}^-]$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação á base 10:

$$10^{-2,14} = 10^{\log [\text{OH}^-]}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

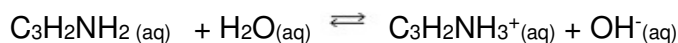
$$10^{-2,14} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 7,24 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Agora que encontramos a concentração de $[\text{OH}^-]$ podemos aplicar esta concentração e encontrar o valor de K_b na fórmula da constante de basicidade:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{C}_2\text{H}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_2\text{H}_2\text{NH}_2]}$$

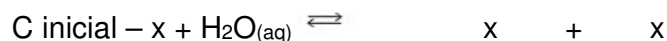
Observando a equação de dissociação básica teremos:



Observando a variação das concentrações teremos:

	$C_3H_2NH_2$	H_2O	$C_3H_2NH_3^+$	OH^-
Antes	C inicial	-	-	-
Durante	- x	-	+ x	+ x
Final	C inicial - x	-	x	x

Como x é um valor maior que 10^{-3} ele não poderá ser desprezado dos cálculos. Sendo assim:



Ou seja, uma concentração inicial de $C_3H_2NH_2$ menos o valor de x em água produzirá uma concentração x de ácido conjugado ($C_3H_2NH_3^+$) e uma concentração x de íons (OH^-). Colocando isto na fórmula de K_b teremos:

$$K_b = \frac{x \cdot x}{[C_2H_2NH_2 - x]}$$

Calculamos anteriormente a concentração de íons OH^- e como vimos esta concentração é a mesma para íons $C_3H_2NH_3^+$, as quais chamamos de x. Sendo assim, substituindo na fórmula de K_b teremos:

$$K_b = \frac{[7,24 \times 10^{-3}] \cdot [7,24 \times 10^{-3}]}{[0,10 - 7,24 \times 10^{-3}]}$$

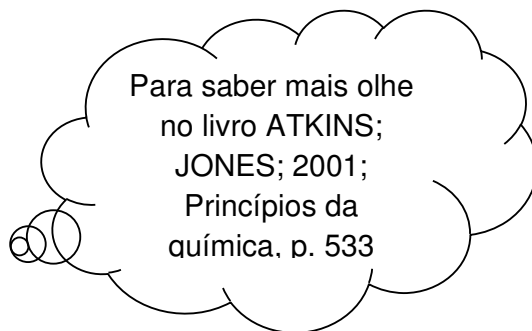
$$K_b = 5,6 \times 10^{-4}$$

Agora que calculamos o valor de K_b podemos aplicá-lo na fórmula para encontrar o pK_b :

$$pK_b = - \log K_b$$

$$pK_b = - \log 5,6 \times 10^{-4}$$

$$pK_b = 3,25$$



Dica: Alguns resultados encontrados no final do livro podem diferir um pouco dos resultados encontrados no cálculo. Essa pequena diferença pode ser atribuída a aproximações feitas por quem resolveu a questão.

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012

MENDES, A. **Lista de exercícios**. Espírito Santo, 2014/1. (Apostila)